

LOS ÁTOMOS

1. LEYES PONDERALES. MODELO ATÓMICO DE DALTON

Se denominan **leyes ponderales** de las reacciones químicas aquellas que establecen las proporciones de los pesos en cualquier proceso químico. Son la ley de la conservación de la masa y la ley de las proporciones múltiples.

Ley de conservación de la masa.

Lavoisier calentó un trozo de metal en un recipiente cerrado con una determinada cantidad de aire. El trozo de metal aumentó de peso porque su superficie se había oxidado, Lavoisier comprobó que el conjunto (recipiente + trozo metálico + aire) no había variado. Interpretó que el aumento de peso del estaño se debía a que parte del aire había pasado al trozo metálico. A partir de muchos experimentos similares Lavoisier formuló la **ley de conservación de la masa**.

En una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de las sustancias obtenidas tras el proceso.

Ley de las proporciones definidas

Louis Proust a partir de determinados experimentos pudo comprobar la denominada **ley de las proporciones definidas**.

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hace siempre en una relación de masa constante.

Del mismo modo, si un compuesto se separa en sus elementos componentes, las masas están en una relación constante, con independencia del origen del compuesto o de su forma de preparación.

El modelo atómico de Dalton

Las leyes ponderales fueron enunciadas antes de que los científicos dispusieran de una teoría atómica de la materia. Aunque ya en el siglo V a. de C. el filósofo griego Demócrito propusiera una concepción atómica de la materia, la primera teoría atómica con carácter científico no fue propuesta hasta principios del siglo XIX por el químico británico John Dalton publicó su teoría en 1808.

HIPÓTESIS DE LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

- La materia está constituida por átomos
- Los átomos son indivisibles y no se modifican en las reacciones químicas.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son idénticos en masa y

propiedades

- Los átomos de elementos químicos diferentes tienen masa y propiedades diferentes.
- Los compuestos están formados por la unión de átomos de distintos elementos. En las reacciones químicas los átomos se recombinan en la proporción numérica más sencilla posible

En la teoría de Dalton hay errores en la identificación de algunos elementos pero es correcta en los aspectos ponderales de las reacciones químicas.

2. MODELOS ATÓMICOS DE THOMSON Y RUTHERFORD

Los **fenómenos eléctricos**, como los rayos, eran conocidos desde antiguo pero no existía una explicación para ellos. Por otro lado los griegos conocían que el ámbar (electricidad viene del griego “elektron” que significa ámbar) atraía pequeños objetos cuando era frotada con lana. Más tarde se ha visto que existe una relación entre la constitución de la materia y la electricidad como por ejemplo:

- Algunos cuerpos se electrizan cuando son frotados
- Determinados compuestos químicos se descomponen con el paso de la electricidad.
- Cuando se aplica una gran carga eléctrica a un gas encerrado se producen partículas cargadas eléctricamente.

En 1897 Thomson demostró que los denominados rayos catódicos, producidos en los gases sometidos a altos voltajes, eran partículas con carga negativa, y las llamó electrones. Determinó que los electrones eran parte esencial del átomo.

Modelo atómico de Thomson

El descubrimiento del electrón implicaba que el átomo no era indivisible, como proponía Dalton, sino que estaba formado por partículas subatómicas, algunas con carga negativa.

Thomson propuso que el átomo estaba formado por partículas de carga negativa (electrones) inmersas en un fluido de carga positiva que daba como resultado un átomo neutro. Este modelo explicaba los fenómenos conocidos hasta entonces.

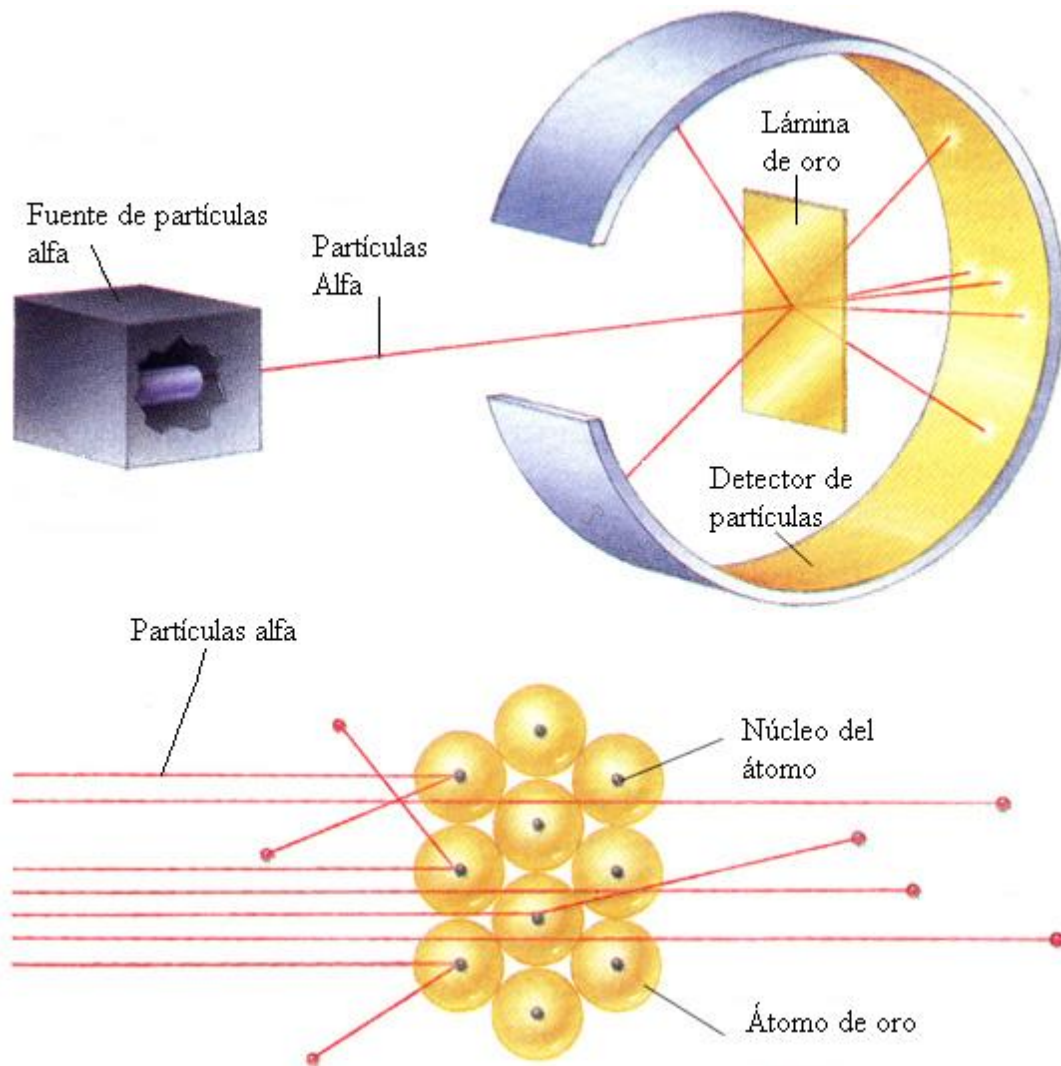
- La materia es eléctricamente neutra
- Los electrones salen de los átomos al someterlos a potenciales eléctricos fuertes
- Los electrones son idénticos para todos los tipos de átomos.

De todas formas el modelo de Dalton y el de Thomson sigue siendo similar al modelo propuesto por Demócrito en el siglo V antes de nuestra era, donde los átomos son esferas macizas y compactas.

El experimento de Rutherford

En 1911 Rutherford y Geiger lanzaron partículas alfa, que tienen carga eléctrica positiva, sobre una lámina muy delgada de oro. En contra de lo esperado, según los modelos de Dalton y Thompson, observaron que las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, sólo algunas se desviaban y otras rebotaban.

Para explicar esto Rutherford propuso el modelo atómico nuclear. Este modelo propone que la mayor parte de la masa del átomo se concentra en una zona muy pequeña (el núcleo), contra la que chocaban y rebotaban algunas partículas, y el resto del átomo está prácticamente vacío.



Modelo atómico nuclear

Según este modelo el átomo consta de dos partes: el núcleo y la corteza.

- **El núcleo.** Es muy pequeño en comparación con el total del átomo y concentra casi toda su masa. Consta de dos tipos de partículas: los protones, con carga eléctrica positiva, y los neutrones, sin carga. El núcleo es eléctricamente positivo y el neutrón tiene una masa ligeramente superior al protón.
- **La corteza.** Es la zona donde encontramos los electrones que se mueven en torno al núcleo. Los electrones tienen la misma carga que el protón pero negativa y su masa es 2000 veces menor que la del protón.

El átomo contiene el mismo número de electrones que de protones por tanto es eléctricamente neutro.

El radio del átomo se mide en amstrongs ($\text{Å} = 10^{-10}\text{m}$). Por ejemplo, un átomo de oxígeno tiene un radio de $0,73\text{Å}$, y su núcleo es unas 100.000 veces menor: si el átomo tuviera el tamaño de un estadio de fútbol, su núcleo tendría el tamaño de una canica.

3. NÚMERO ATÓMICO Y MASA ATÓMICA. ISÓTOPOS

Número atómico

El número de protones que tiene un átomo se denomina número atómico (Z), y este número es la posición que ocupan en la tabla periódica. En un átomo neutro hay el mismo número de protones que de electrones.

Número atómico (Z)= número de protones= número de electrones

Todos los átomos del mismo elemento químico tienen el mismo número atómico (Z).

Número másico

El número másico (A) es la suma de las masas de las partículas que hay en un átomo, pero como la masa del electrón es despreciable frente a las masas de protones y neutrones, el número másico es la suma de las masas de protones (Z) y neutrones (n).

$$A = Z + n$$

El núcleo se puede representar como



Siendo A el número másico, Z el número atómico y X el símbolo del elemento. Por ejemplo:

Elemento	Neutrones	Protones	Electrones
${}^4_2 \text{He}$	4-2=2	Z=2	2
${}^{16}_8 \text{O}$	16-8=8	Z=8	8
${}^{31}_{15} \text{P}$	31-15=16	Z=15	15

El **número másico** se expresa mediante la suma de los protones (Z) y los neutrones (n) de su núcleo

Masa atómica

Las masas de los átomos son cantidades muy pequeñas y no es práctico expresarlas en unidades del Sistema Internacional (kilogramos). Se establecen entonces, por comparación con la masa de un átomo patrón que se toma como unidad. Esta unidad patrón es la doceava parte de la masa de un átomo de C-12. Son, por tanto, masas atómicas relativas. Así la masa atómica relativa del C-12 es 12.

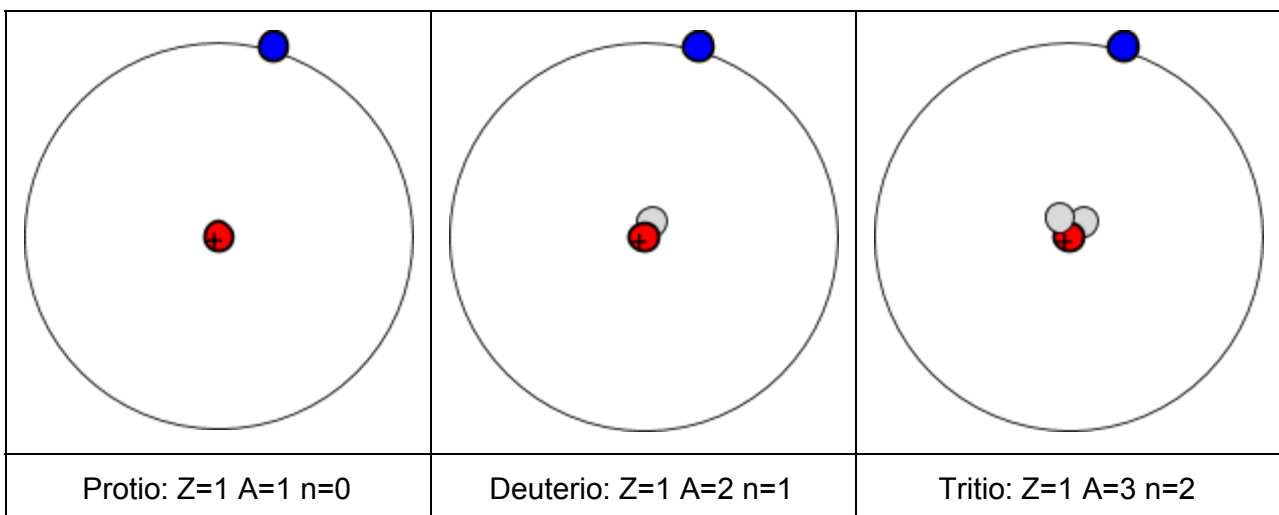
Otra forma de expresar las masas atómicas es en unidades de masa atómica (u). La unidad de masa atómica se ha fijado arbitrariamente como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono C-12 y equivale a una masa de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. La masa atómica del C-12 medida en unidades de masa atómica es, por tanto 12 u.

La **masa atómica** de un elemento es la masa de uno de sus átomos medida en unidades de masa atómica (u).

Isótopos

Se denominan **isótopos** los átomos que tienen el mismo número atómico pero distinto número másico: es decir, tienen el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones.

Por ejemplo el carbono tiene dos isótopos, el carbono 14 de número másico 14; y el carbono 12 de número másico 12 y de número atómico 6 en ambos casos. El hidrógeno tiene tres isótopos de número másico 1 (protio), 2 (deuterio) y 3 (tritio).



Si un elemento tiene varios isótopos, se toma como valor de su masa atómica el **valor promedio** de las masas de sus isótopos, teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de ellos. Por esta razón el cloro tiene una masa atómica de $Cl=35,45$ uma.

4. LA CORTEZA ATÓMICA

La corteza atómica ocupa casi todo el volumen del átomo, aunque tiene una masa muy pequeña comparada con la del núcleo. En ella se encuentran los electrones ocupando zonas alrededor del núcleo atómico.

Los electrones se distribuyen en la corteza en capas o niveles. En cada una puede situarse un número máximo de electrones.

- 1ª capa (K): 2 e⁻
- 2ª capa (L): 8 e⁻
- 3ª capa (M): 18 e⁻
- 4ª capa (N): 32 e⁻

Por tanto, en la capa o nivel n se pueden situar $2n^2$ electrones.

Elemento	Símbolo					

		Z	1ª capa	2ª capa	3ª capa	4ª capa
Hidrógeno	H	1	1	-	-	-
Helio	He	2	2	-	-	-
Litio	Li	3	2	1	-	-
Berilio	Be	4	2	2	-	-
Boro	B	5	2	3	-	-
Carbono	C	6	2	4	-	-
Nitrógeno	N	7	2	5	-	-
Oxígeno	O	8	2	6	-	-
Flúor	F	9	2	7	-	-
Neón	Ne	10	2	8	-	-
Sodio	Na	11	2	8	1	-
Magnesio	Mg	12	2	8	2	-
Aluminio	Al	13	2	8	3	-
Silicio	Si	14	2	8	4	-
Fósforo	P	15	2	8	5	-
Azufre	S	16	2	8	6	-
Cloro	Cl	17	2	8	7	-
Argón	Ar	18	2	8	8	-
Potasio	K	19	2	8	8	1
Calcio	Ca	20	2	8	8	2

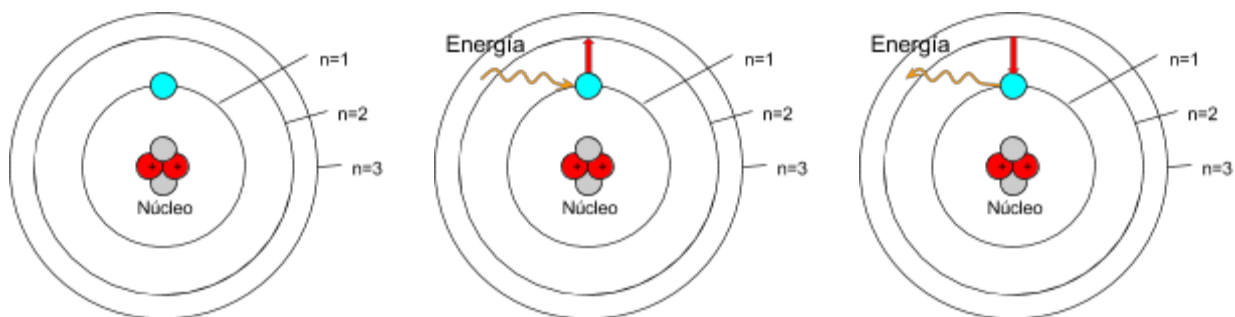
Los electrones de la última capa se llaman **electrones de valencia**. Por ejemplo, el hidrógeno tiene 1 electrón de valencia, el oxígeno 6 y el calcio 2. Estos electrones de valencia son los responsables del **comportamiento químico** de los elementos.

Los niveles de energía de la corteza atómica

El físico danés Niels Bohr propuso un nuevo modelo atómico en 1913, según el cual los electrones solo pueden ocupar unas órbitas determinadas en la corteza atómica. Estas órbitas están caracterizadas por sus niveles de energía.

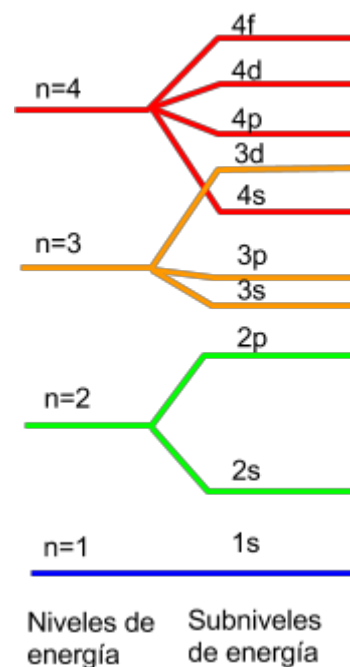
En un átomo que está en estado fundamental los electrones ocupan los niveles de energía más bajos. Un electrón puede pasar a un nivel superior, absorbiendo energía, el átomo está entonces en estado excitado. Cuando el electrón de un átomo vuelve a su nivel de energía

mínimo, emite energía, generalmente en forma de luz característica de cada tipo de átomo, que permite identificarlo.



Cada nivel de energía se compone de varios subniveles de energía. En el caso de los átomos con varios electrones, los subniveles se llenan empezando por los de menor energía, hasta que cada uno se completa. El diagrama siguiente muestra el orden energético de los primeros subniveles.

Capas o niveles de energía	Subniveles de energía	Número máximo de e ⁻ en el subnivel	Número máximo de e ⁻ en el nivel
Nivel 1 (capa K)	1s	2 electrones	2 electrones
Nivel 2 (capa L)	2s 2p	2 electrones 6 electrones	8 electrones
Nivel 3 (capa M)	3s 3p 3d	2 electrones 6 electrones 10 electrones	18 electrones
Nivel 4 (capa N)	4s 4p 4d 4f	2 electrones 6 electrones 10 electrones 14 electrones	32 electrones

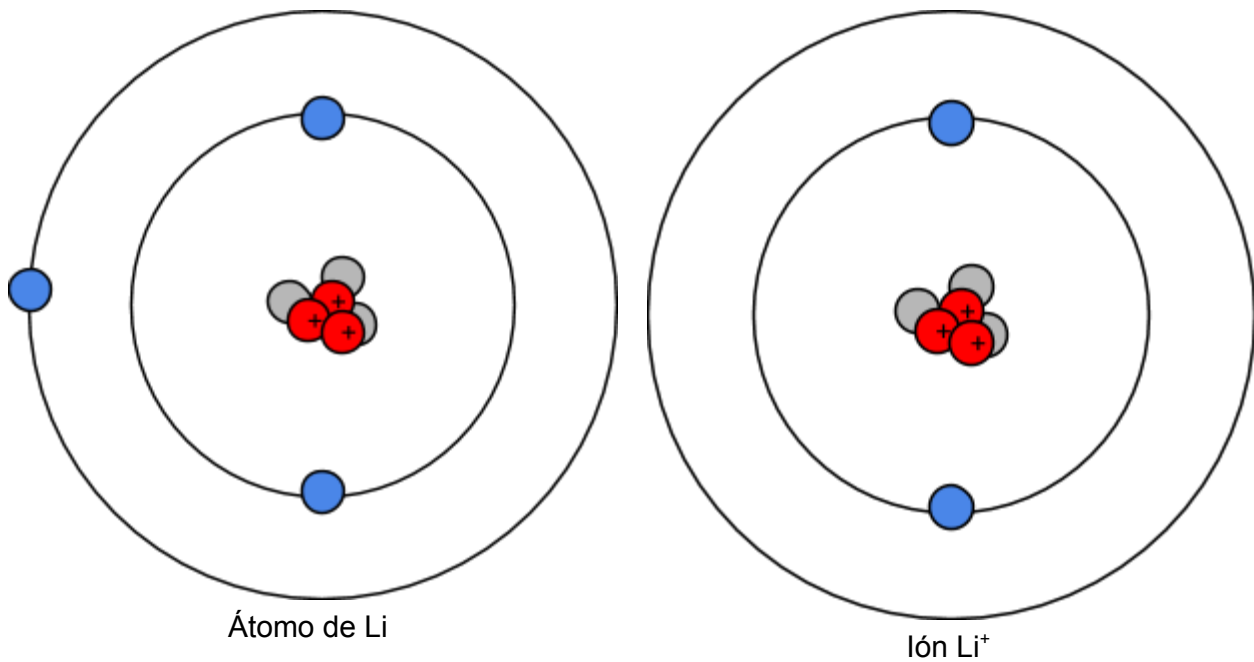


Se denomina configuración electrónica de un átomo a la forma en que se distribuyen sus electrones en los distintos niveles y subniveles. Por ejemplo el sodio (Na) es : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

5. IONES

Los iones son átomos que han perdido o ganado electrones en su configuración electrónica. Pueden ser:

- **Cationes.** Si un átomo neutro pierde electrones, queda con exceso de carga positiva y se transforma en un ion positivo o catión.



- **Aniones.** Si un átomo neutro gana electrones adquiere un exceso de carga negativa y se transforma en un ión negativo o anión.

6. IDEAS ACTUALES SOBRE LOS ÁTOMOS

En el modelo atómico de Bohr, se denomina órbita a la trayectoria seguida por el electrón en torno al núcleo. Sin embargo, este modelo no era capaz de explicar completamente las características del átomo de hidrógeno, que es el más sencillo, y mucho menos, las del resto de átomos.

A partir de 1920 la **física cuántica** mostró que no se podía determinar la posición exacta de un electrón en el átomo y que términos como trayectoria y órbita no eran adecuados para describirlos. Se pasó a hablar de nube electrónica: un electrón que pertenece a un subnivel de energía se mueve dentro de una región del espacio, más o menos definida, denominada **orbital**.

Un orbital es una región del espacio donde existe la mayor probabilidad de encontrar al electrón.

Instrumentos para el estudio del átomo

Los átomos son tan pequeños que resultan invisibles incluso al microscopio. Pero los científicos han desarrollado en la actualidad técnicas para la visualización de los átomos.

Los **microscopios electrónicos** utilizan un haz de electrones para visualizar los objetos. Como su longitud de onda es menor que la de la luz, obtienen mayores aumentos y permiten discernir minúsculas estructuras moleculares. Los **microscopios de efecto túnel**, basados en este efecto cuántico, consiguen aumentos de millones de veces y permiten la observación de átomos individuales.

Las técnicas de resonancia magnética nuclear permiten también precisar las posiciones de los átomos en determinadas estructuras atómicas.